

Filière SMP/SMC – S2
Chimie Générale II Série 1

Exercice 1

1-Déterminer la valeur de la constante des gaz parfaits (R) lorsqu'elle est exprimée en:

- a- L. atm. mol⁻¹.K⁻¹
- b- J. mol⁻¹.K⁻¹
- c- L. mmHg. mol⁻¹.K⁻¹
- d- cal. mol⁻¹.K⁻¹

2- L'air ordinaire est un mélange gazeux qui contient des impuretés variables selon le lieu. Les constituants toujours présents dans l'air sec (en pourcentages molaires approximatifs) sont : N₂ (78%) ; O₂ (21%) ; Ar (0,94%) ; CO₂ (0,03%) ; H₂ (0,01%) ; Ne (0,001%) ; He (0,0004%). La proportion de la vapeur d'eau est très variable (peut aller jusqu'à 1%).

En supposant que les gaz sont parfaits, calculer à 300K sous la pression atmosphérique de 1bar.

- a- les pressions partielles de O₂ et de CO₂ dans l'air sec.
- b- les masses de O₂ et de CO₂ contenues dans un litre d'air sec.
- c- la masse volumique de l'air sec en supposant qu'il est constitué uniquement de diazote (80%) et de dioxygène (20%).

Données : Masses molaires (g/mol)

C : 12 ; N : 14 ; O : 16

Exercice 2

Nous possédons 0,5 litre d'essence que l'on brûle pour échauffer une masse de glace de 4 kg, initialement à -20°C sous la pression de 1 bar. Quelle est la température finale de la vapeur obtenue ?

Données :

Chaleur latente (kJ/kg): $\Delta_{\text{fus}} H^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{s}) = 352$; $\Delta_{\text{vap}} H^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 2256$

Pouvoir calorifique de l'essence : $E_{\text{ess}} = 48103 \text{ kJ/kg}$

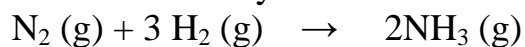
Capacités calorifiques massiques (J.kg⁻¹.K⁻¹) :

$C(\text{H}_2\text{O}, \text{s}) = 2000$; $C(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 4185,5$; $C(\text{H}_2\text{O}, \text{g}) = 2020$

La masse volumique de l'essence sans plomb : A 15 °C, $\rho = 745 \text{ kg/m}^3$

Exercice 3

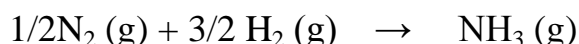
On considère la réaction de synthèse de l'ammoniac



1- Déterminer l'avancement de cette réaction lorsqu'on introduit dans l'enceinte réactionnelle :

- 1 mole de $\text{N}_2 (\text{g})$ et 3 moles de $\text{H}_2 (\text{g})$
- 4 moles de $\text{N}_2 (\text{g})$ et 2 moles de $\text{H}_2 (\text{g})$
- 1 moles de $\text{N}_2 (\text{g})$ et 3 moles $\text{H}_2 (\text{g})$ et 3 moles de $\text{NH}_3 (\text{g})$

2- L'avancement serait-il le même si on considère la réaction :



Exercice 4

1- On place, dans une bombe calorimétrique adiabatique, un résistor de capacité calorifique négligeable. On fait passer dans ce résistor un courant électrique d'intensité $I = 5,80 \text{ A}$ sous une tension $U = 5 \text{ V}$ pendant 52 s . La température du calorimètre s'élève de $2,3^\circ\text{C}$. Quelle est la capacité calorifique C du calorimètre.

2- Dans ce calorimètre initialement à 25°C , on brûle 200 mg de sucre solide $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, en présence de la quantité nécessaire d'oxygène. La température du calorimètre s'élève de $5,1^\circ\text{C}$. (On néglige la chaleur absorbée par les produits de la réaction).

a- Ecrire la réaction de combustion du sucre solide

b- Déterminer le volume d'oxygène nécessaire pour brûler totalement 200 mg de sucre sachant que la valeur de la pression initiale est égale à 1 bar .

c- Déterminer la quantité de chaleur mise en jeu lors de la combustion de la masse totale du sucre solide $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

d- Déterminer à $T=298\text{K}$, la variation de l'énergie interne standard de combustion de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} (\text{s})$.

e- En déduire l'enthalpie standard de combustion du sucre solide à 298 K .

f- Déterminer l'enthalpie standard de formation du sucre solide à 298 K .

Données :

Masses molaires (g/mol) : $\text{C} : 12$; $\text{H} : 1$ $\text{O} : 16$

$R = 8,31 \text{ J.mol}^{-1}\text{K}^{-1}$.

Enthalpies standard de formation à 298K (en kJ.mol^{-1})

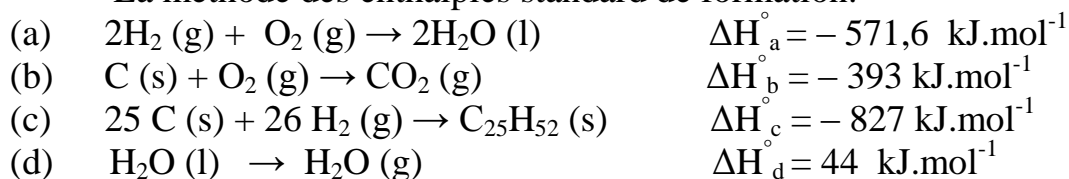
$\Delta_f H^\circ (\text{CO}_2, \text{g}) = -393,51$; $\Delta_f H^\circ (\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -285,83$

Exercice 5

1- Ecrire la réaction de combustion de la cire à chandelle $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$ à $T = 298 \text{ K}$ et $P = 1\text{bar}$. L'eau formée est à l'état gazeux.

2- Calculer l'enthalpie de combustion de ce composé en appliquant :

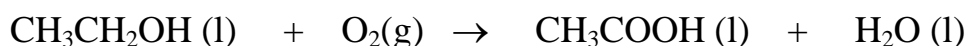
- La méthode de la combinaison des réactions ci-dessous.
- La méthode des enthalpies standard de formation.



3- Calculer la quantité de chaleur dégagée par la combustion d'une bougie de 5g ainsi que le volume d'air nécessaire sachant qu'il contient 20% (en mole) de dioxygène.

Exercice 6

On se propose de déterminer la variation d'enthalpie standard de la réaction de conversion du méthanol en acide méthanoïque en appliquant diverses méthodes de calcul des enthalpies de réaction :



1- Calculer la variation d'enthalpie standard de la réaction à 298 K à partir des :

- a- enthalpies standard de combustion des réactifs et des produits,
- b- enthalpies standard de formation des réactifs et des produits,
- c- enthalpies standard de liaisons.

2- Comparer les valeurs trouvées et commenter les différences observées

Données :

Enthalpies standard de formation à 298K (en kJ.mol⁻¹)

$$\Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}, \text{l}) = -277,7 ; \Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{COOH}, \text{l}) = -484,5$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -285,8$$

Enthalpies standard de combustion à 298 K (en kJ.mol⁻¹)

$$\Delta_c H^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}, \text{l}) = -1368 ; \Delta_c H^\circ(\text{CH}_3\text{COOH}, \text{l}) = -875$$

Enthalpies standard de liaison à 298 K (en kJ.mol⁻¹)

$$\Delta_l H^\circ(\text{C-H}) = -415 ; \Delta_l H^\circ(\text{O=O}) = -464 ; \Delta_l H^\circ(\text{O-H}) = -463 ; \Delta_l H^\circ(\text{C=O}) = -724$$

$$\Delta_l H^\circ(\text{C-C}) = -344 ; \Delta_l H^\circ(\text{C-O}) = -350$$

Chaleurs latentes de vaporisation à 298K (en kJ.mol⁻¹)

$$\Delta_{\text{vap}} H^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}, \text{l}) = 37,4 ; \Delta_{\text{vap}} H^\circ(\text{CH}_3\text{COOH}, \text{l}) = 24,7$$

$$\Delta_{\text{vap}} H^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 44,1$$

Exercice 7

Dans les conditions standard à 25°C, l'hydrogénation du benzène C₆H₆ liquide conduit à la formation du cyclohexane C₆H₁₂ gaz selon la réaction :



1- Déterminer la variation d'enthalpie standard de la réaction à 298 K.

- 2- Calculer l'énergie de la liaison C=C dans le benzène.
- 3- L'énergie de la liaison C=C dans l'éthylène C_2H_4 est de $-489,7 \text{ kJ/mol}$. En justifiant votre réponse, comparer la stabilité de la liaison C=C dans le benzène et dans l'éthylène.
- 4- Déterminer la variation d'enthalpie standard de la réaction à 373 K, sachant que le benzène peut se trouver à l'état gazeux à 298 K.

Données :

Enthalpies standard de formation à 298K (en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

$$\Delta_f H^\circ(C_6H_6, l) = 49 ; \Delta_f H^\circ(C_6H_6, g) = 82,9 ; \Delta_f H^\circ(C_6H_{12}, g) = -123,1$$

$$\Delta_f H^\circ(C, g) = 715 ; \Delta_f H^\circ(H, g) = 218$$

Enthalpies standard de liaison à 298K (en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

$$\Delta_l H^\circ(C-H) = -415 ; \Delta_l H^\circ(C-C) = -344$$

Capacités calorifiques molaires C_p (en $\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$) :

$$C_p(H_2, g) = 27,2 + 2,2 \cdot 10^{-3} T ; C_p(C_6H_6, g) = 81,7 ; C_p(C_6H_{12}, g) = 106,3$$

Exercices à faire chez soi

Exercice I

- 1-Ecrire les réactions de formation du monoxyde de carbone gazeux et de l'acide formique liquide à $T = 298\text{K}$ et $P = 1\text{bar}$.
- 2- Calculer l'enthalpie standard de **formation** de l'acide formique **gazeux** à 298 K.
- 3- Etablir deux cycles de transformations permettant le calcul de l'énergie de liaison C=O dans HCOOH d'une part et celle de la liaison CO dans la molécule du monoxyde de carbone d'autre part.
- 4- Calculer les valeurs de ces deux énergies de liaison. S'agit-il du même type de liaison ?
- 5- Déterminez l'enthalpie de décomposition de l'acide formique liquide en monoxyde de carbone gazeux et en eau liquide à 298K.
- 6- Déterminer l'enthalpie de décomposition de l'acide formique à 400K, sachant qu'à cette température tous les constituants du système sont à l'état gazeux.

Données :

Enthalpies standard de formation à 298K (en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

$$\Delta_f H^\circ(\text{HCOOH}, l) = -425 ; \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}, l) = -285,8$$

$$\Delta_f H^\circ(\text{CO}, g) = -110,5$$

Enthalpies standard de liaison à 298K (en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

$$\Delta_l H^\circ(C-H) = -415 ; \Delta_l H^\circ(H-H) = -436 ; \Delta_l H^\circ(O=O) = -464;$$

$$\Delta_l H^\circ(O-H) = -463 ; \Delta_l H^\circ(C-O) = -352$$

Chaleurs latentes ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

$$\Delta_{\text{sub}} H^\circ(\text{C}, \text{s}) = 715 \text{ ;}$$

$$\Delta_{\text{vap}} H^\circ(\text{HCOOH}, \text{l}) = 46,5$$

$$\Delta_{\text{vap}} H^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 44,01$$

Capacités calorifiques molaires C_p (en $\text{J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$) :

$$C_p(\text{H}_2\text{O}, \text{g}) = 33,6 \text{ ; } C_p(\text{HCOOH}, \text{g}) = 45,7 \text{ ; } C_p(\text{CO}, \text{g}) = 29,1$$

Exercice II

Le gazole (*gasoil*) est un mélange de plusieurs dizaines d'hydrocarbures, pour déterminer ses propriétés énergétiques, on le modélise souvent par le dodécane $\text{C}_{12}\text{H}_{26}$. Sa combustion complète produit le gaz CO_2 responsable de l'effet de serre favorisant le réchauffement climatique. L'étude se fait sur un diesel consommant 5,0 L aux 100 km.

1- Écrire l'équation de la réaction de combustion complète du dodécane sachant qu'il brûle sous forme gazeuse. Donner le tableau d'avancement.

2- Calculer la quantité de matière de dodécane consommé par km.

3- Calculer la quantité de matière puis la masse de dioxyde de carbone produit par km parcouru.

4- Calculer l'énergie libérée par la combustion du gazole par km parcouru.

Données :

Masse volumique du dodécane : $\rho = 750 \text{ g.L}^{-1}$

Masses molaires (g/mole) : H : 1 ; C : 12 et O : 16

Énergie de combustion du dodécane : $E_{\text{comb}} = - 7,6.10^3 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Exercice III

Calculer la variation d'enthalpie, sous la pression de 1 bar, correspondant au passage d'une mole de SiCl_4 de l'état liquide à 298K à l'état gazeux à 1645K.

Données :

Capacités calorifiques molaires C_p (en $\text{J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$) :

$$C_p(\text{SiCl}_4, \text{l}) = 146,5$$

$$C_p(\text{SiCl}_4, \text{g}) = 106,3 + 0,96. 10^{-3} T - 14,8 10^5/T^2$$

Chaleur latente de vaporisation

$$\Delta_{\text{vap}} H^\circ(\text{SiCl}_4, \text{l}) = 28,4 \text{ kJ.mol}^{-1} \text{ à } T_{\text{vap}} = 331\text{K}$$